QUÍMICA

Foto

Profesor
Julio César Rojas Talledo

UNIVERSIDAD NACIONAL DE INGENIERIA
SCIENTIA ET LABOR
LIMA PERU
1876

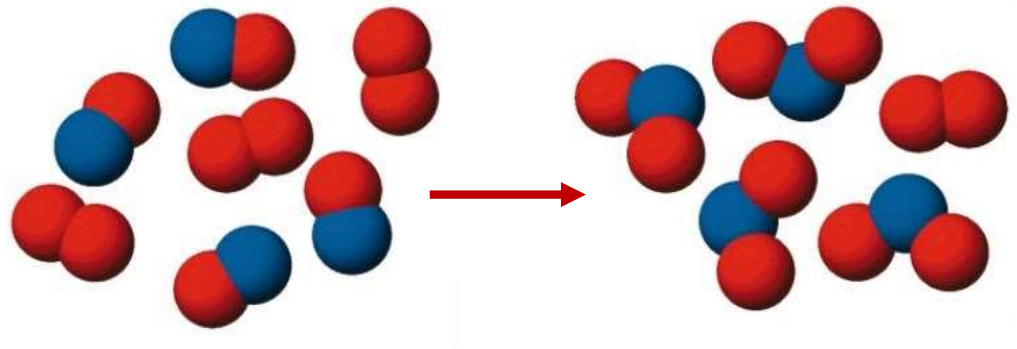
ESTEQUIOMETRÍA – MASAS EQUIVALENTES

REACTIVO LIMITANTE - REACTIVO EN EXCESO

- En una reacción química, el **reactivo limitante** es el que se encuentra en menor cantidad estequiométrica.
- El reactivo limitante se consume primero y limita la formación de más productos, los reactivos que participan en una reacción y que no son limitantes se llaman **reactivos en exceso** , porque al consumirse completamente el reactivo limitante, sobra una cantidad (un exceso) de aquéllos.
- El reactivo limitante se debe determinar para poder establecer la relación estequiométrica.

REACCIÓN QUÍMICA:

$$2NO_{(g)} + O_{2(s)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$



DETERMINAR:

REACTIVO LIMITANTE:

El monóxido de nitrógeno

REACTIVO EN EXCESO:

El oxígeno

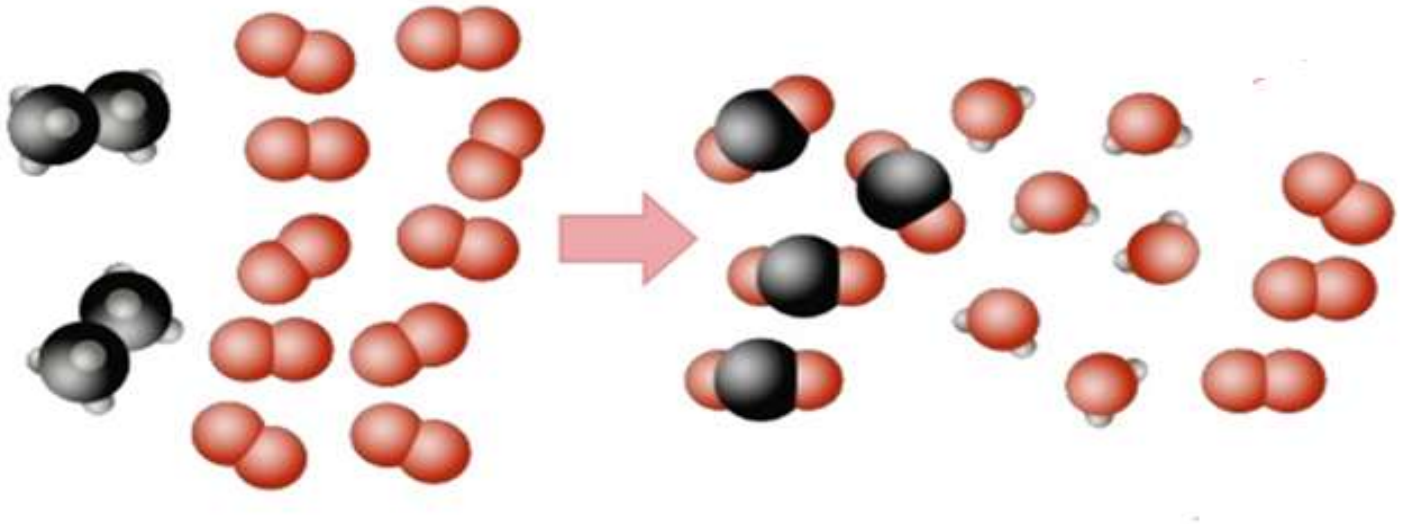
ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

REACTIVO LIMITANTE - REACTIVO EN EXCESO

$$2C_2H_6 + 7\,O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

CO_2

C_2H_6



O_2 EN EXCESO

O_2

H_2O

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

01. El cloruro férrico, se aplica en radiotécnica, para el ataque químico de placas de cobre, como resultado de esta acción, se forma cloruro cúprico y cloruro ferroso. Determine el reactivo limitante cuando reaccionan 50 gramos de cloruro férrico y 50 gramos de cobre.

A) Cu B) $FeCl_3$ C) $CuCl_2$
D) CuCl E) No hay exceso.

RESOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= 50 g m= 50 g

$$2FeCl_3 + Cu \rightarrow CuCl_2 + 2FeCl_2$$

M= 162,5 m.A= 63,5

Determinación del R.L.

$$\frac{mFeCl_3}{2(162,5)} = \frac{50}{63,5}$$

$$m_{FeCl_3} = 255,9 \text{ g}$$

Pero se tiene 50 gramos $FeCl_3$ → R.L.

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

02. Al combustionarse el amoníaco según:

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

Determinar el volumen que queda sin reaccionar al combustionar 120 mL de NH_3 con 100 mL de O_2, en condiciones normales.

A) 10 mL B) 60 mL C) 70 mL
D) 80 mL E) 100 mL

RESOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

V= 120 mL V= 100 mL

$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 6H_2O_{(l)} + 2N_{2(g)}$$

$4V_N$ $3V_N$

Determinación del R.L

$$\frac{120}{4} = \frac{V_{O_2}}{3}$$

$$V_{O_2} = 90 \text{ mL}$$

luego:

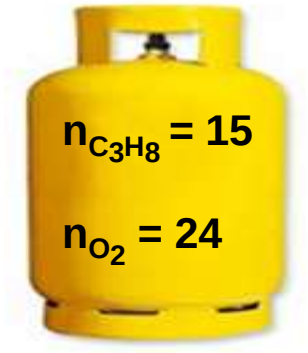
Volumen en exceso = 100 mL – 90 mL = 10 mL

CLAVE: A

03. En un reactor químico se introducen 15 moles de gas propano con 24 moles de oxígeno. Determinar las moles de gas carbónico se obtienen.

A) 10,8 B) 12,5 C) 14,4
D) 17,5 E) 28,8

RESOLUCIÓN:



Ecuación balanceada del proceso:

	n= 15	n= 24		n=?	
	C_3H_8	+ $5O_2$	→	$3CO_2$	+ $4H_2O$
	n=1	n= 5		n=3	

Determinación del R.L

$$\frac{15}{1} = \frac{n_{O_2}}{5}$$

$n_{O_2} = 75$ → **Falta: R.L.**

Cálculo de las moles de CO_2:

$$\frac{24}{5} = \frac{nCO_2}{3}$$

$n_{O_2} = 14,4$

CLAVE: C

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

- El rendimiento o eficiencia de una reacción química esta en relación con la cantidad de producto obtenido.
- Muchas reacciones son reversibles, por lo que no ocurren al 100% de izquierda a derecha.
- Depende de varios factores tal como: pureza de los reactantes, condiciones en que realiza la reacción química, la tecnología utilizada, cierta masa de un reactivo se perdió en reacciones no deseadas, en el aislamiento o purificación de un producto.
- Se expresa en términos de porcentaje tanto en masa como en volumen.

$$\% \text{ RENDIMIENTO} = \frac{\text{Masa real}}{\text{Masa teórica}} \cdot 100$$

$$\% \text{ RENDIMIENTO} = \frac{\text{Volumen real}}{\text{Volumen teórico}} \cdot 100$$

04. 540 gramos de una aleación denominada bronce de aluminio que contiene 90% de Cu y 10% de Al, se usa en la fabricación de equipos no corroibles, todo el metal ligero es tratado con HNO_3 diluido.
Determinar el volumen del gas producido a las condiciones de 8,2 atm y 27°C. La eficiencia del proceso es del 80%.

A) 6,4 L B) 2,24 L C) 12,5 L
D) 9 L E) 7,2 L

RESOLUCIÓN:

El metal más ligero es el aluminio.

Cálculo de la masa de aluminio.

$$m_{Al} = \frac{10}{100}(540)g = 54\ g$$

La ecuación del proceso balanceada es:

m = 54 g **n= ?**

$$2Al + 6HNO_3 \rightarrow 2Al(NO_3)_3 + 3H_2$$

m.A= 27 **n = 3**

luego:

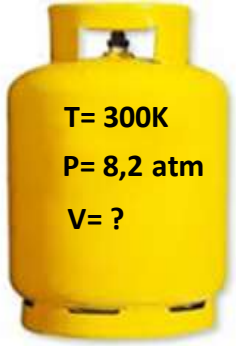
$$\frac{54}{2(27)} = \frac{nH_2}{3} \rightarrow n_{H2} = 3$$

3 moles ----- 100 %

n ----- 80%

n= 2,4

Cálculo del volumen del hidrógeno:



De:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n_{H2}$$

$$8,2 \cdot V = 0,082 \cdot 300 \cdot 2,4$$

V= 7,2 litros

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

05. Se hace reaccionar 85 gramos de nitrato de plata, cloruro de sodio en solución acuosa, produciéndose 61 gramos de cloruro de plata sólida. Escriba la ecuación química e indique el porcentaje de rendimiento.

A) 60% B) 74% C) 80%
D) 67% E) 85%

RESOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= 85 g m= ?

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

M= 170 M= 143,5

Cálculo de la masa teórica de AgCl:

$$\frac{85}{170} = \frac{mAgCl}{143,5}$$

$$\boxed{m_{AgCl} = 71,75 \text{ gramos}}$$

Cálculo del rendimiento:

$$\boxed{\% R = \frac{61}{71,75} . 100 = 85}$$

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

06. ¿Cuántos gramos de benceno se necesitan para obtener 96 gramos de anilina si la reacción rendimiento del proceso es 72%?

$$C_6H_6 + NH_3 \rightarrow C_6H_5NH_2 + H_2$$

A) 80,51 g B) 40,205 g C) 111,8 g
D) 125,5 g E) 250 g

RESOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= ?		m= 96 g		
C_6H_6	+ NH_3 →	$C_6H_5NH_2$	+	H_2
M= 78		M= 93		

Cálculo de la masa de la anilina:

$$\frac{mC_6H_6}{78} = \frac{96}{93}$$

$$\boxed{mC_6H_6 = 80{,}5 \text{ gramos}}$$

80,5 gramos ----- 72%
m ----- 100%

$$\boxed{mC_6H_6 = 111{,}8 \text{ gramos}}$$

CLAVE: C

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

07. La fermentación de la glucosa pura conduce a la formación de etanol y gas carbónico. Si el rendimiento de la reacción es del 85%,¿Cuántos gramos de glucosa son necesarios para producir 16 gramos de etanol?

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$$

A) 34 g B) 36,8 g C) 39 g
D) 68 g E) 74 g

RESOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= ? m= 16 g

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

M= 180 M= 46

Cálculo de la masa de glucosa necesaria:

$$\frac{mC_6H_{12}O_6}{180} = \frac{16}{2(46)}$$

$$\boxed{mC_6H_{12}O_6 = 31{,}3 \text{ gramos}}$$

luego:

31,3 gramos ------ 85%

m ------ 100%

$$\boxed{mC_6H_{12}O_6 = 36{,}8 \text{ gramos}}$$

CLAVE: B

PUREZA DE UNA SUSTANCIA

- La pureza es la cantidad de sustancia que cuantitativamente se ha determinado que existe en una muestra dada de dicha sustancia.
- La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no son 100% puras, poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas.
- Es importante disponer de esta información antes de usar cualquier sustancia química para llevar a cabo una dada reacción.
- La pureza de una sustancia se expresa en términos de porcentaje.

$$\textbf{\% Pureza} = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa Impura}} \cdot 100$$

08. ¿Qué masa de cal viva se obtiene a partir de 1 kg de carbonato de calcio con una pureza del 70% en masa .

A) 220 g B) 392 g C) 441 g
D) 532 g E) 624 g

RESOLUCIÓN:

Cálculo de la masa pura del $CaCO_3$

$$m_{CaCO_3} = \frac{70}{100} \cdot 1000 = 700 \text{ gramos}$$

Ecuación balanceada del proceso:

m= 700 g m= ?

$$CaCO_3 \rightarrow CO_2 + CaO$$

M= 100 M= 56

Cálculo de la masa de CaO:

$$\frac{700}{100} = \frac{mCaO}{56}$$

$$\boxed{m_{CaO} = 392 \text{ gramos}}$$

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

09. Determine el porcentaje de pureza de una muestra de 625 gramos que contiene carbonato de magnesio y que al descomponerse se obtiene 112 litros de dióxido de carbono a condiciones normales.

$$MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$$

A) 67,2% B) 70,5% C) 75,6%
D) 80% E) 90%

RESOLUCIÓN:

Ecuación química balanceada:

m=? **V_{CN}= 112 L**

$$MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$$

M= 84 **$1V_N$**

Cálculo de la masa de $MgCO_3$:

$$\frac{mMgCO_3}{84} = \frac{112}{22,4}$$

$$\boxed{mMgCO_3 = 420 \text{ gramos}}$$

luego:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa impura}} \cdot 100$$

Reemplazando Valores:

$$\boxed{\% \text{ Pureza} = \frac{420}{625} \cdot 100 = 67,2}$$

CLAVE: A

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

10. Determinar la pureza de una muestra de carburo de calcio, sabiendo que al tratar 2,056 gramos de una muestra con agua se obtiene 656 mL de C_2H_2 a 22 °C y a 748 mmHg.

$$CaC_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

A) 67% B) 71,5% C) 62%
D) 80,7% E) 83%

RESOLUCIÓN:

Cálculo de masa de C_2H_2 obtenida:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot \frac{mC_2H_2}{M}$$

Reemplazando valores:

$$748 \cdot 0{,}656 = 62{,}4 \cdot 295 \cdot \frac{mC_2H_2}{M}$$

$$\boxed{mC_2H_2 = 0{,}693 \text{ gramos}}$$

Cálculo de la masa pura del CaC_2:

m=? m = 0,693 g

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

M= 64 M = 26

$$\frac{mCaC_2}{64} = \frac{0{,}693 \text{ g}}{26}$$

$$\boxed{mCaC_2 = 1{,}70 \text{ g}}$$

Cálculo del porcentaje de pureza del CaC_2:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa impura}} \cdot 100$$

Reemplazando valores:

$$\boxed{\% \text{ Pureza} = \frac{1{,}70}{2{,}056} \cdot 100 = 83}$$

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

MASA EQUIVALENTE (M_{EQ})

- La masa equivalente o masa de combinación es la cantidad de una sustancia capaz de combinarse o desplazar 1 parte en masa de H_2, 8 partes en masa de O_2 ó 35,5 partes en masa de Cl_2.
- De este concepto podemos notar que las masas equivalentes del H_2, O_2, Cl_2 están establecidos como cantidades estándares de referencia.
- La masa equivalente es igual o fracción de la masa atómica o de la masa molar.

- La masa equivalente para una sustancia se determina de la siguiente manera:

PARA UN ELEMENTO

$$m_{Eq} = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{Valencia}}$$

PARA UN COMPUESTO

$$m_{Eq} = \frac{\text{Masa molar}}{\theta}$$

ϴ: PARÁMETRO DE CARGA

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

SUSTANCIA	PARÁMETRO DE CARGA (Ɵ)	EJEMPLO	Ɵ
Ion	|Carga del ion|	CO_3^{2-}	$\|-2\| = 2$
Óxido básico	2(N° de átomos de oxígeno)	Al_2O_3	2(3) = 6
Hidróxido	N° de Grupos OH^{1-}	$Ca(OH)_2$	2
Ácido Inorgánico	N° de H^{1+} liberables	H_2SO_4	2
Ácido orgánico	N° de grupos -COOH	CH_3- COOH	1
Sal	|Carga neta del catión o anión|	$Al_2(SO_4)_3$	$2\|+3\|= 6$
Reductor	N° de electrones perdidos	$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$	3
Oxidante	N° de electrones ganados	$Cl_2 \rightarrow 2e^- \rightarrow 2Cl^{1-}$	2

Observaciones:

1. $Ɵ_{NH3} = 1$
2. $H_2 \rightarrow 2H^{1+} + 2e^- \rightarrow$ Ɵ= 2
3. $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-} \rightarrow$ Ɵ= 4
4. Para sustancias ionizables, se cumple:

mEq= Sumatoria de las masas equivalentes de sus iones

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

En el siguiente cuadro detallamos cómo se calcula la masa equivalente para las diferentes sustancias:

EJEMPLO	MASA MOLAR	Ɵ	$m_{EQ} = \frac{\text{Masa molar}}{\theta}$
CO_3^{2-}	60	2	$m_{EQ} = \frac{60}{2} = 30$
Al_2O_3	102	2(3) = 6	$m_{EQ} = \frac{102}{6} = 17$
$Ca(OH)_2$	74	2	$m_{EQ} = \frac{74}{2} = 37$
H_2SO_4	98	2	$m_{EQ} = \frac{98}{2} = 49$
$CH_3 – CH_2 - COOH$	74	1	$m_{EQ} = \frac{74}{1} = 74$
Na_2CO_3	106	2(+1) = 2	$m_{EQ} = \frac{106}{2} = 53$
$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$	27	3	$m_{EQ} = \frac{27}{3} = 9$
$Mn^{7+} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$	55	5	$m_{EQ} = \frac{55}{5} = 11$

Observación:

$$m_{Eq}H_2SO_4 \; < \; > \; mEq\, H^{1+} + SO_4^{2-} \; < \; > \; \frac{1}{1} + \frac{96}{2} = 49$$

EQUIVALENTE - GRAMO (Eq - g)

Es la masa en gramos de una sustancia que se une, desplaza o reemplaza a un gramo de hidrógeno, 8 gramos de oxígeno ó 35,5 gramos de cloro y es igual a la masa equivalente expresada en gramos.

$1\ Eq\text{-}g_J$ = Masa equivalente de "J" en gramos

Ejemplo:

$$1\ Eq\text{-}g_{Ca} = ?$$

$$mEq_{Ca} = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{Valencia}} = \frac{40}{2} = 20$$

luego:

$1\ Eq\text{-}g_{Ca}$ = 20 gramos Ca

Ejemplo:

Determinar la masa equivalente del Fe en:

$$FeO \rightarrow meq\ (Fe^{2+}) = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{Valencia}} = \frac{56}{2} = 28$$

$$Fe_2O_3 \rightarrow meq(Fe^{3+}) = \frac{\text{Masa Atómica}}{\text{Valencia}} = \frac{56}{3} = 18{,}66$$

DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE EQUIVALENTES - GRAMOS

$$N°Eq\text{-}g_J = \frac{\text{Masa en gramos de "J"}}{\text{mEq en gramos.Eq}-g^{-1}} = n\ .\ \theta$$

LEY DE LOS EQUIVALENTES - GRAMO

Sea la reacción química:

$$J + L \rightarrow Q$$

Se cumple:

$$N° \text{ Eq-g}J = N° \text{ Eq-g } L = N° \text{ Eq-g } Q$$

Ejemplo:

Ecuación química	$2\ H_2$ +	O_2 →	$2\ H_2O$
Masa molar	2	32	18
masa (gramos)	2(2) = 4	32	2(18) = 36
Masa equivalente	1	8	9
N° Eq-g	$\frac{4}{1} = 4$	$\frac{32}{8} = 4$	$\frac{36}{9} = 4$

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

11. Respecto a la masa equivalente determinar el valor de "Q":

$$Q = U + N + I$$

U : Masa equivalente del ácido nítrico
N : Masa equivalente del hidróxido de calcio.
I : Masa equivalente del cloruro de magnesio.

A) 119,17 B) 147,5 C) 115,4
D) 88,74 E) 83,16

RESOLUCIÓN:

$$\mathbf{mEq} = \frac{\text{Masa molar}}{\theta}$$

Para U → HNO_3 → $mEq = \frac{63}{1} = 63$

Para N → $Ca(OH)_2$ → $mEq = \frac{74}{2} = 37$

Para I → $MgCl_2$ → $mEq = \frac{95}{2} = 47,5$

luego:

Q = Σ masas equivalentes = 63 + 37 + 47,5 = 147,5

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

12. 1,08 gramos de un óxido básico de un elemento “Q", se descompone al calentarlo y libera 56 mL de oxígeno a C.N.
¿Cuál es la masa equivalente del elemento “Q"?

A) 80 B) 90 C) 100
D) 150 E) 200

RESOLUCIÓN:

Óxido básico: Q_2O_x → $m_{Eq\ “Q”} + m_{Eq\ oxígeno} = Q + 8$

Volumen de oxígeno liberado = 56 mL = 0,056 L

de:

N° Eq-g “Q” = N° Eq-g de oxígeno

$$\frac{\text{Masa del óxido}}{\text{Meq del óxido}} = n_{O2} \cdot \Theta_{O2}$$

Reemplazando valores:

$$\frac{1{,}08}{Q + 8} = \frac{0{,}056}{22{,}4} \cdot 4$$

luego:

$$\boxed{Q = 100}$$

CLAVE: C

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

13. Determinar el número de Eq-g contenidos en 4,76 gramos del ión permanganato al participar como agente oxidante en:

$$MnO_4^{1-} \rightarrow Mn^{2+}$$

A) 0,6 B) 0,2 C) 0,4
D) 0,6 E) 0,8

RESOLUCIÓN:

$$\overset{7+}{MnO_4^{1-}} \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow \theta = 5$$

$$mEq = \frac{\text{Masa molar}}{\theta} = \frac{119}{5} = 23{,}8$$

luego:

$$\boxed{\text{Nº Eq-g} = \frac{\text{masa}}{\text{mEq}} = \frac{4{,}76}{23{,}8} = 0{,}2}$$

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

14. Determinar el equivalente de un elemento metálico "J" de quien una masa de 0,347 gramos descompone al agua, produciendo 180 mL de hidrógeno gaseoso, medidos a 15°C y 748 mm de Hg de presión.

A) 16,3 g B) 29,15 g C) 43,08 g
D) 55,8 g E) 23,28 g

RESOLUCIÓN:

Cálculo de las moles de H_2:

de:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n_{H_2}$$

Reemplazando valores:

$$748 \cdot 0{,}180 = 62{,}4 \cdot 288 \cdot n_{H_2}$$

$$\boxed{n_{H_2} = 7{,}49 \cdot 10^{-3}}$$

RESOLUCIÓN:

En una reacción química se cumple:

$$\text{NºEq-g}_J = n_{H_2} \cdot \Theta_{H_2}$$

Reemplazando valores:

$$\frac{0{,}347}{Meq_J} = 7{,}49 \cdot 10^{-3} \cdot 2$$

$$\boxed{mEq_J = 23{,}28}$$

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA – MASA EQUIVALENTE

15. Por tratamiento de 5,64 gramos de un nitrato metálico de un metal "J" con ácido sulfúrico se obtuvo una masa de 4,8 gramos del correspondiente sulfato. Determinar la masa equivalente del metal "J".

A) 8 B) 16 C) 24
D) 32 E) 40

RESOLUCIÓN:

Masa del $J(NO_3)_x$ = 5,64 gramos

$$mEq_{J(NO3)x} = mEqJ^{x+} + mEqNO_3^{1-} = J + \frac{62}{1} = J + 62$$

Masa del $J_2(SO_4)_x$ = 4,8 gramos

$$mEq_{J2(SO4)x} = mEqJ^{x+} + mEqSO_4^{2-} = J + \frac{96}{2} = J + 48$$

Cálculo de mEq_J:

$$\frac{5,64}{J + 62} = \frac{4,8}{J + 48}$$

$$\boxed{mEq_J = 32}$$

CLAVE: D

CLAVES DE LOS PROBLEMAS ADICIONALES

CLAVES DE LOS PROBLEMAS ADICIONALES

CLAVES									
16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
D	B	D	C	B	B	C	E	B	C

MUCHAS GRACIAS POR SU ATENCIÓN